

LA ESTRUCTURA ATÓMICA

Esta constituye una clave importante en la comprensión de la química moderna. El conocimiento de la estructura atómica nos proporciona una idea clara de cómo está constituida la materia y los átomos, además nos permite establecer o hallar las diferencias entre un átomo y otro.

En el presente capítulo consideraremos las tres principales partículas constitutivas de los átomos y en segundo lugar abordaremos el estudio, estructura y composición de los mismos.

EL ÁTOMO: Es la partícula más pequeña de un elemento que puede entrar en combinación, también se puede definir como la partícula más simple de un elemento químico que conserva sus propiedades.

EL ELECTRÓN: Su existencia data hacia finales del siglo XIX. Las teorías de los científicos griegos y de John Dalton, acerca de la indivisibilidad del átomo empezaron a ponerse en duda, debido a los resultados obtenidos en experimentos que se venían realizando sobre el comportamiento de la materia.

Con base en los trabajos de Michael Faraday sobre los cambios químicos que producía la electricidad sobre la materia, el científico George Stoney proponía en 1874 que las unidades o partículas de carga eléctrica estaban asociadas a los átomos y sugirió el nombre de **electrones** para esas partículas.

Los anteriores experimentos se llevaron a cabo en unos tubos de descarga o tubos de Crookes.

El físico inglés Joseph Thomson, partiendo de las investigaciones anteriores y otras más, caracteriza los rayos catódicos (rayos negativos) como partículas altamente energéticas y de carga negativa, ya que al acercarle un imán por su polo negativo repelía a dichos rayos (los polos de igual carga se repelen y los de cargas opuestas se atraen).

EL PROTÓN: En 1886, el físico alemán Eugen Goldstein realizó un importante descubrimiento mientras experimentaba con los rayos catódicos. Concluye que los rayos que se dirigían hacia el cátodo perforado eran positivos, ya que como se sabe polos contrarios se atraen (polo positivo y polo negativo = Atracción). La carga eléctrica del protón fue caracterizada como igual a la del electrón pero de signo opuesto, es decir, positiva, pero la masa del electrón es mucho mayor que la del electrón.

EL NEUTRÓN: Para explicar la masa total de los átomos el físico neocelandés, Ernest Rutherford propuso la existencia de una partícula atómica no cargada. En 1932, el físico James Chadwick, descubrió una partícula particularmente igual a la del protón pero que carecía de carga eléctrica debido a la neutralidad de carga, a dicha partícula la llamó **neutrón**.

COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO

PARTÍCULAS	SÍMBOLOS	MASAS	CARGA ELECTRÓNICA
Electrón	e^{-}	$9,11 \times 10^{-28} \text{g}$ $0,00055 \text{uma}$	-1
Protón	P^{+}	$1,673 \times 10^{-24} \text{g}$ $1,0073 \text{ uma}$	+1
Neutrón	n^0	$1,675 \times 10^{-24} \text{g}$ $1,0087 \text{ uma}$	0

MODELOS ATÓMICOS MÁS CONOCIDOS

MODELO ATÓMICO DE J. J. THOMSON: Propuso que el átomo podía considerarse como una esfera de carga positiva en la cual se encuentran incrustados los electrones.

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD: Afirma que el átomo está por un pequeño núcleo pesado, en el cual se encuentran los protones y neutrones y por una corteza o periferia donde se localizan los electrones girando alrededor de núcleo describiendo una serie de orbitas, a éste modelo también se le conoce como **modelo planetario**.

LA MASA ATÓMICA: Es de gran importancia para poder interpretar las relaciones cuantitativas que ocurren en un proceso químico. El átomo es una partícula demasiado pequeña; su tamaño oscila entre 1 y 5 Å (1 Å = 1×10^{-8} cm); su masa también es muy pequeña: La del oxígeno por ejemplo, es de $2,65 \times 10^{-23}$ g. Para superar la dificultad de encontrar la masa real de un átomo, se han tomado valores que resultan de tomar un elemento patrón y compararlos con los demás elementos y que conocemos como masas relativas. El patrón tomado como referencia actualmente es el carbono (C 12), al cual se le asignó una masa de 12 unidades de masa atómica. Podemos deducir entonces que una unidad de masa atómica (u.m.a.), es una doceava parte de la masa de un átomo de carbono. Una u.m.a. es igual $1,66 \times 10^{-24}$ gr (1 u.m.a. = $1,66 \times 10^{-24}$ gr)

La masa atómica se define como la masa de un átomo expresada en relación con el átomo de carbono.

EL NÚMERO ATÓMICO: Es el número de protones que presenta un determinado elemento en su átomo y se simboliza con la letra Z. Todos los átomos de un elemento dado presentan el mismo número de protones en su núcleo.

El número atómico es la principal característica que identifica a los átomos, dicho número también representa el número de electrones de un átomo ($Z = e^-$ o $p^+ = e^-$ de un mismo átomo).

LOS ISÓTOPOS: Todos los átomos de un mismo elemento tiene igual número de protones en sus núcleos, pero su cantidad de neutrones puede variar. La palabra isótopo significa: iso = igual y topos = lugar; por que ocupan el mismo lugar en clasificación periódica de los elementos.

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que difieren ligeramente en masa. Para distinguir los isótopos de un elemento, se emplea o utiliza el número masa. Por ejemplo: El hidrógeno tiene 3 isótopos que son El **protio** (tiene 1 p^+) , **deutrio** (tiene 1 p^+ y 1 n^0) y **tritio** (tiene 1 p^+ 2 n^0).

Átomo de protio

Átomo deutrio

Átomo de tritio

EL NÚMERO MASA (A): Se define como el número total de protones y neutrones de un átomo dado y se simboliza con la letra A mayúscula. Cuando se desea trabajar con el número masa, para el valor de este se utilizan los números enteros de los pesos atómicos que aparecen en la tabla periódica, es decir, redondeados, teniendo en cuenta las reglas de aproximación o redondeo de cifras significativas. En conclusión el **número masa** es la misma masa o peso atómico de un elemento pero sin cifras decimales, es decir redondeado.

Para calcular el número masa, número atómico y el número de neutrones de un determinado elemento se emplean las siguientes formulas:

$$A = Z + N \qquad Z = A - n \qquad n = A - Z$$

A= Número masa.

Z= Número atómico.

n= Número de neutrones.

También se acostumbra a emplear la siguiente simbología:

Número masa	A	
	X	Símbolo del elemento
Número atómico	z	

EJERCICIOS:

1.- Calcular el número masa para el carbono (C), si éste tiene como número atómico 6 y un total de neutrones de 6.

2.- Hallar el Z para el sodio (Na), si éste tiene una masa atómica de 22,989 u.m.a. y un número de neutrones de 12

3.- Determinar el número de neutrones para un elemento que tiene como número masa 6,936 u.m.a. y su número de protones es de 3.

4.-	40,08	26,981	30,973	15,99	35,453
	Ca	Al	P	O	Cl
	20	13	15	8	17

Teniendo en cuenta la anterior información y empleando la formula de $A = Z + n$. Determinar:

- a.- Número de neutrones.
- b.- Número masa.

5.- Para los ejemplos que a continuación aparecen determinar: el número de neutrones, el símbolo real en la tabla periódica y el nombre del elemento para cada uno de los siguientes ejemplos, mediante la utilización de la formula: $A = Z + N$.

a.- 63,54	b.- 32,064	c.- 79,909	d.- 18,998
J	D	R	Q
29	16	35	9

MOL O MOLE: Una mole o mol-átomo es la masa de un elemento en gramos numéricamente igual a su masa atómica; o a la cantidad de una sustancia en gramos que contiene el mismo número de partículas que los átomos contenidos en 12 gramos de carbonos. Así, por ejemplo, el peso atómico del azufre es de 32,064 u.m.a. y el peso de una mol de azufre es de 32,064gr; el peso atómico del plomo es 207,2 u.m.a. y el peso de una mol de plomo es de 207,2gr. En conclusión una mol de un elemento es igual al peso atómico de éste (mol-átomo = peso atómico).

La mole en sentido más amplio, se define como una unidad colectiva que nos representa un conjunto de $6,0235 \times 10^{23}$ elementos, unidades o cosas. Por ejemplo:

1 mole de libros equivale a $6,0235 \times 10^{23}$ libros
1 mole de átomos equivale a $6,0235 \times 10^{23}$ átomos
1 mole de bacterias equivale a $6,0235 \times 10^{23}$ bacterias
1 mole del átomo de sodio equivale a $6,0235 \times 10^{23}$ átomos Na
1 molécula de oxígeno (O_2) equivale a $6,0235 \times 10^{23}$ moléculas O_2
1 molécula de agua (H_2O) equivale a $6,0235 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O .

NÚMERO DE AVOGADRO: Es el número de átomos presentes en un mol-átomo de un elemento, se simboliza No. y su valor es de $6,0235 \times 10^{23}$ átomos/mole o $6,0235 \times 10^{23}$ moléculas/mole.

No. = $6,0235 \times 10^{23}$ átomos/mole
No. = $6,0235 \times 10^{23}$ moléculas/mole

Lo anterior significa que una mol-átomo de sodio ,22,989gr, una mol-átomo de cobre, 63,54gr, etc., contiene el mismo número de átomos de cada elemento, el cual es igual a $6,0235 \times 10^{23}$ átomos/mol

EJERCICIOS:

1.- Calcular el número de moles-átomos que hay en:

a.- 2,6gr de cobre.

Solución

El pesos atómico del Cobre (Cu) es 63,55 u.m.a
1 mole de cobre pesa 63,55gr

Aplicamos una regla de tres sencilla

1 mole-átomo	-----	63,55gr de cobre
X	-----	2,6gr de cobre

$$X = \frac{1 \text{ mole-átomo de Cu} \times 2,6 \text{ gr de Cu}}{63,55 \text{ gr de Cu}}$$

$$X = 0,0409 \text{ mole-átomos de Cu} \quad \mathbf{R/}$$

En conclusión en 2,6gr de cobre hay 0,0409 mole-átomo.

b.- 0,8 kg de cobre.

Solución

Paso No. 1: Se convierten los 0,8kgr a gramos.

$$\frac{0,8 \text{ kgr}}{1} \times \frac{1000 \text{ gr}}{1 \text{ kgr}} = \frac{800 \text{ gr}}{1} = 800 \text{ gr}$$

Paso No. 2: se plantea la regla de tres sencilla.

1 mole-átomo de cobre	-----	63,55gr de Cu
X	-----	800gr de Cu

$$X = \frac{1 \text{ mole-átomo de Cu} \times 800 \text{ gr de Cu}}{63,55 \text{ gr de Cu}}$$

63,55gr de Cu

$$X = \frac{800 \text{ moles-átomos}}{63,55} = 12,588 \text{ moles-átomos} \quad \text{R/}$$

En conclusión en 0.8Kgr de cobre hay 12,588 moles-átomos.

2.- Hallar el peso en gramos de 2 átomo de zinc (Zn)

Solución

$6,0235 \times 10^{23}$ átomos de Zn pesan 65,37gr (1 mol).

Si suponemos la regla de tres, tenemos el siguiente factor:

$$\frac{\text{Peso atómico de Zn}}{6,0235 \times 10^{23} \text{ átomos de Zn}} = \frac{65,37\text{gr}}{6,0235 \times 10^{23} \text{ átomos}}, \text{ entonces decimos que:}$$

$$\frac{2 \text{ átomos de Zn}}{1} \times \frac{65,37 \text{ gr de Zn}}{6,0235 \times 10^{23} \text{ átomos de Zn}} = \frac{130,74 \text{ gr de Zn}}{6,0235 \times 10^{23}}$$

$2,17 \times 10^{-22}$ gr de Zn R/

3). ¿Cuál es la masa de 0,35 mol-átomo de fósforo (P) y de 1,42 mol-átomo de sodio (Na)? **R/ 10,83gr de Fósforo y 32,64gr de Sodio.**

4). Halle el numero de los moles-átomos contenidos en 0,4gr de oxígeno (O) y en 48gr de carbono (C). **R/ 0,025moles-átomos de oxígeno y 3,99 moles-átomos de carbono**

5). Halle el peso de:

a.- 0,75mol-átomo de potasio (K). **R/ 29,32gr de potasio**

b.- $1,2 \times 10^{15}$ átomo de carbono (C). **R/ $2,39 \times 10^{-8}$ gr de C**

6). Determina cuántos átomos hay en:

a.- 0,92 mol-átomo de aluminio (Al). **R/ $5,54 \times 10^{23}$ átomo de Al**

b.- 3,5gr de nitrógeno (N). **R/ $1,5 \times 10^{23}$ átomo de N**

7). Calcule cuántos mol hay en 15gr de:

a.- BeO (Monóxido de berilio)

b.- K (potasio)

8). Determinar los gramos (gr) que hay en 12 moles de:

a.- FeO (Óxido ferroso).

b.- Ca (calcio).

9). En 200gr de CaCO_3 (carbonato de calcio), cuántas moles hay?

10). ¿Cuántas moléculas hay en 60gr de HCl? **R/** $9,9 \times 10^{23}$ molécula

11). ¿Cuánto pesa 3 moléculas de HCl? **R/** $6,01 \times 10^{23}$ gr.

12). ¿Cuántos gramos (gr) hay en $1,2 \times 10^{24}$ átomos de sodio?

13). ¿En 55gr de H_2 , cuántos átomos hay?

LA MASA O PESO MOLECULAR (PM-M): Es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que constituyen la molécula. De aquí, entonces, los pesos moleculares están expresados en unidades de masa atómica. La suma de una molécula viene dada por la suma de las masas atómicas relativas de los átomos componentes de la misma. Así, por ejemplo, la masa o peso molecular de hidrógeno (H_2) es de 2,0160 ($1,008 \times 2$); la del oxígeno (O_2) es 32 (16×2), etc, .

Las unidades de expresión del peso o masa molecular son: gramos (gr), gramos/mol (gr/mol), unidad de masa atómica (u. m. a.)

Mol-gramo o mol-molécula de una especie química es el número de gramos igual a su masa molecular. Así, por ejemplo 1 mol de agua (H_2O) pesa 18,0160gr; 1 mol de gas carbónico (CO_2) pesa 44,009gr, de nitrógeno (N_2) pesa 28,0134gr.

El número de Avogadro también se aplica para medir el número de moléculas que contiene una mol-molécula en un compuesto y este número es igual a $6,0235 \times 10^{23}$ moléculas/mole.

EJERCICIOS

1.- Hallar la masa o peso molecular de ácido nítrico (HNO_3).

Solución

Paso No. 1

Se busca en la tabla periódica los pesos atómicos de cada uno de los compuestos que constituyen el compuesto (HNO_3) y se

multiplica por el número de átomos del elemento presentes en el compuesto.

$$\begin{aligned}\text{Hidrógeno (H)} &= 1,008\text{gr} \times 1 = 1,008\text{gr} \\ \text{Nitrógeno (N)} &= 14,0067\text{gr} \times 1 = 14,0067\text{gr} \\ \text{Oxígeno (O)} &= 15,999\text{gr} \times 3 = 47,997\text{gr}\end{aligned}$$

Paso No. 2

Se procede a sumar todos los datos anteriormente obtenidos:

$$\begin{aligned}\text{H} &= 1,008\text{gr} \\ \text{N} &= 14,0067\text{gr} \\ \text{O}_3 &= 47,997\text{gr} \\ \text{PM} &= \underline{63,0117\text{gr}} \quad \text{R/}\end{aligned}$$

En conclusión el peso molecular del ácido nítrico es 63,0117gr

2.- Determinar el peso molecular para el cloruro de sodio (NaCl).

$$\begin{aligned}\text{Sodio (Na)} &= 22,989\text{gr} \times 1 = 22,989\text{gr} \\ \text{Cloro (Cl)} &= 35,453\text{gr} \times 1 = \underline{35,453\text{gr}} \\ \text{PM del NaCl es} & \quad \underline{58,442\text{gr}}\end{aligned}$$

3). Calcular la masa molecular del sulfato de hierro $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

$$\begin{aligned}\text{Hierro (Fe)}_2 &= 55,847\text{gr} \times 2 = 111,694\text{gr} \\ \text{Azufre (S)}_3 &= 32,064\text{gr} \times 3 = 96,192\text{gr} \\ \text{Oxígeno (O)}_{12} &= 15,999\text{gr} \times 12 = \underline{191,988\text{gr}} \\ \text{El PM del Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ es} & \quad \underline{399,874\text{gr}}\end{aligned}$$

4). Hallar el peso molecular para los siguientes compuestos:

$$\begin{array}{lll}\text{a.- } \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 & \text{b.- } \text{Li}_2\text{O} & \text{c.- } \text{Na}_2\text{SO}_4\end{array}$$

5). Determine la masa molecular para cada uno de los compuestos que a continuación se ilustran

$$\begin{array}{lll}\text{a.- } \text{Ca (OH)}_2 & \text{b.- } \text{Al}_2\text{O}_3 & \text{c.- } \text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3\end{array}$$

COMPOSICIÓN PORCENTUAL: La composición porcentual de un compuesto es, los gramos de cada elemento constituyente presentes en 100gr

del compuesto. Para calcular la composición porcentual se emplea la siguiente formula:

$$\% \text{ Por peso} = \frac{\text{peso de una parte}}{\text{Peso total}} \times 100\%$$

$$\% \text{ Por peso de un elemento} = \frac{\text{Peso atómico de ese elemento}}{\text{Peso molecular del compuesto}} \times 100\%$$

Ejercicios

1.- El cloroformo, CHCl_3 , es un líquido extensamente empleado como solvente y como materia prima para la elaboración de otros productos. ¿Cuál es su composición porcentual?

Solución

Paso No. 1:

Se busca en la tabla periódica los pesos atómicos de cada uno de los elementos que conforma o constituyen el cloroformo, es decir, los pesos atómicos de: El carbono (C), el hidrogeno (H) y el cloro (Cl).

C = 12,011 gr H = 1,0079gr Cl = 35,453gr

Paso No. 2:

Se calcula el peso molecular del cloroformo (CHCl_3)

C = 12,011gr x 1 = 12,011gr
H = 1,0079gr x 1 = 1,0079gr
Cl = 35,453gr x 3 = 106,359gr
El P.M. es 119,378gr

Paso No. 3:

Se procede a calcular la composición porcentual de cada uno de los elementos que constituyen al cloroformo, mediante la utilización de la formula:

$$\% \text{ Por peso} = \frac{\text{peso de una parte}}{\text{Peso total}} \times 100\%$$

Por tanto:

$$\% \text{ por peso de C} = \frac{\text{Peso de C}}{\text{Peso de CHCl}_3} \times 100\% = \frac{12,011\text{gr}}{119,378\text{gr}} \times 100\% = 10,06\%$$

$$\% \text{ por peso de H} = \frac{\text{Peso de H}}{\text{Peso de CHCl}_3} \times 100\% = \frac{1,0079\text{gr}}{119,378\text{gr}} \times 100\% = 0,84\%$$

$$\% \text{ por peso de Cl} = \frac{\text{Peso de Cl}}{\text{Peso de CHCl}_3} \times 100\% = \frac{106,359\text{gr}}{119,378\text{gr}} \times 100\% = 89,09\%$$

En conclusión el cloroformo, CHCl_3 contiene 10,06% de C, 0,84% de H y 89,09% de Cl

2.- ¿Cuál es el porcentaje de hidrógeno (H) y de oxígeno (O) en el agua (H_2O).

3.- Calcule el porcentaje de cada uno de los elementos que constituyen al ácido fosfórico (H_3PO_4).

4.- Hallar el porcentaje por peso de cada uno de los elementos que componen el Monóxido de calcio (CaO).

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

I). Calcule el peso o masa molecular en u.m.a. para:

a.- KI b.- HCl c.- CuSO_4 d.- Al_2O_3 e.- Na_2SO_4

II). Hallar el peso en gramos de:

a.- 4,2 moles de KI.	R/ 697,2gr
b.- 1,5 moles de H_2SO_4	R/ 147,0gr
c.- 0,9 moles de HNO_3	R/ 56,7gr
d.- 2 moles de CH_4	R/ 32,0gr
e.- 2×10^{-3} moles de Na_2S	R/ 0,16gr

III). Determine el número de moles que hay en:

a.- 0,8gr de HCl	R/ 2×10^{-2} moles
b.- 7,5mgr de Na_2S	R/ $9,6 \times 10^{-5}$ moles
c.- $1,7 \times 10^{22}$ moléculas de N_2	R/ $2,8 \times 10^{-2}$ moles
d.- 1kgr de CO	R/ 35,7 moles
e.- 319 gr de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)	R/ 1,77 moles.

IV). A cuánto equivale el número de átomos que hay presente en:

- | | |
|-----------------------------|---------------------------------|
| a.- 8,6 gr de mercurio (Hg) | R/ $2,6 \times 10^{22}$ átomos |
| b.- 16 gr de Nitrógeno (N) | R/ $6,9 \times 10^{23}$ átomos |
| c.- 3,0gr de Hidrógeno (H) | R/ $1,8 \times 10^{24}$ átomos |
| d.- 0,5gr de cloro (Cl) | R/ $8,49 \times 10^{21}$ átomos |
| e.- 5,2gr de oxígeno (O) | R/ $1,96 \times 10^{23}$ átomos |

V). Determine el porcentaje por peso para cada uno de elementos que constituyen los siguientes compuestos:

- a.- Fe_2O_3
- b.- BaCO_3
- c.- KBr
- d.- NaHCO_3
- e.- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

VI). Calcule cuántos mol hay en 15gr de:

- a.- CO_2 (Dióxido de carbono)
- b.- Cu (Cobre)

VII). Determinar los gramos (gr) que hay en 12 moles de:

- a.- HBr (Ácido bromhídrico).
- b.- Pb (Plomo).

VIII). ¿Cuántas moléculas de agua hay en 10moles de éste compuesto?

IX). ¿cuál es el número de moléculas hay en las siguientes cantidades de sustancias?

- a.- 0,1mol de HCl
- b.- 5gr de H_2O
- c.- 100gr de SO_2

MOLECULAS Y FORMULAS: Los compuestos están constituidos por dos o más elementos en una relación fija. Los elementos se combinan para formar los compuestos.

La molécula es la unión de dos o más átomos en una relación fija e invariable. La unión entre átomos se hace mediante enlaces; **la**

molécula es por consiguiente la mínima porción de un compuesto químico que mantiene las características de él.

Es decir, el compuesto agua, por ejemplo, está formado por un número determinado de átomos de hidrógeno y de oxígeno, que en este caso son 2 de hidrogeno y 1 de oxígeno. Al tener esta proporción definida podemos expresarla en forma abreviada.

La **formula** es la representación por medio de símbolos de cada uno de los elementos que hacen parte de la molécula. En las formulas, comúnmente vemos que los símbolos de los átomos que constituyen las moléculas aparecen afectados por **subíndices**, los cuales nos indican el número de átomos de ese elemento presente en el compuesto. Cuando el símbolo no lleva subíndice quiere decir o significa que de ese elemento solo hay presente en el compuesto 1 átomo.

La formula del compuesto agua, que esta constituida por 2 átomos de hidrogeno y por 1 de oxígeno es H_2O

H = Símbolo de hidrógeno.

O = Símbolo del hidrógeno.

2 = Subíndice indicador del número de átomos de hidrógenos que se encuentran en la formación del compuesto.

1 = Subíndice indicador del número de átomos de oxígeno que se encuentran en la formación del compuesto.

Otras moléculas (como el oxígeno O_2) están constituidas por dos átomos de un mismo elemento. Esto ocurre con algunos gases (oxígeno, hidrogeno, cloro flúor, nitrógeno), en un líquido (bromo) y algunos sólidos (fósforo, yodo y azúfre).